

## Capítulo 2: Enlace químico

### ACTIVIDADES DE RECAPITULACIÓN

---

1. ¿Cuál será la electrovalencia de los siguientes elementos: Al, K, Br, Ne?

*Solución*

Teniendo en cuenta la configuración electrónica del nivel de valencia, en cada caso, tendremos: Al: +3; K: +1; Br: -1; Ne: 0.

2\*. Teniendo en cuenta la energía de red de los compuestos iónicos, contesta, razonadamente, a las siguientes cuestiones:

a) ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor punto de fusión: NaF o KBr?

b) ¿Cuál de los siguientes compuestos será más soluble en agua: MgO o CaS?

*Solución*

a) Ambos compuestos son sólidos iónicos. Para fundirlos deben vencerse las fuerzas electrostáticas entre los iones y estas, según la ley de Coulomb, son directamente proporcionales al producto de sus cargas e inversamente proporcionales al cuadrado de la distancia entre ellas. En ambos compuestos las cargas son iguales (iones monopositivos) y la distancia entre los iones es menor en el NaF por tener el Na<sup>+</sup> menor tamaño que el K<sup>+</sup> y el F<sup>-</sup> menor tamaño que el Br<sup>-</sup>. En consecuencia, tiene mayor punto de fusión el NaF.

b) Siguiendo el mismo razonamiento podemos concluir que el CaS es más soluble puesto que la fuerza electrostática entre sus iones será menor.

3. Calcula la energía de red o reticular del MgO si en la formación a partir de sus elementos se desprenden 602 kJ/mol.

**Datos:**

$$E_s(\text{Mg}) = 148 \text{ kJ/mol};$$

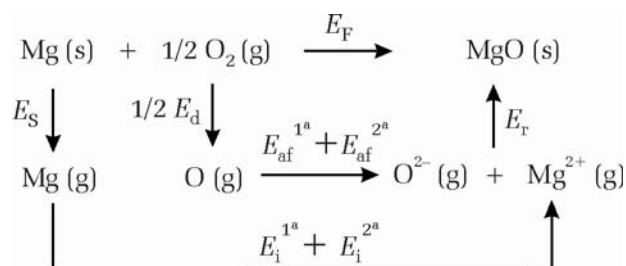
$$E_i^{1^a} + E_i^{2^a}(\text{Mg}) = 1450 \text{ kJ/mol};$$

$$E_d(\text{O}_2) = 250 \text{ kJ/mol};$$

$$E_{af}^{1^a} + E_{af}^{2^a}(\text{O}) = -844 \text{ kJ/mol}.$$

*Solución*

Haciendo uso del ciclo de Born-Haber:



$$E_F = E_S + E_i^{1a} + E_i^{2a} + 1/2 E_d + E_{af}^{1a} + E_{af}^{2a} + E_r$$

$$E_r = E_F - E_S - (E_i^{1a} + E_i^{2a}) - 1/2 E_d - (E_{af}^{1a} + E_{af}^{2a})$$

Como en la formación del MgO (s) se desprenden 602 kJ/mol, significa que la energía de formación del MgO será negativa.

$$E_r = -602 - 148 - 1450 - 1/2 \cdot 250 - (-844) = -1481 \text{ kJ}$$

Por lo que la energía reticular del MgO es:

$$E_r = -1481 \text{ kJ/mol}$$

**4. Calcula la energía reticular del KCl sabiendo que en la formación a partir de sus elementos se liberan 437 kJ/mol.**

**Datos:**

$$E_s (\text{K}) = 89 \text{ kJ/mol};$$

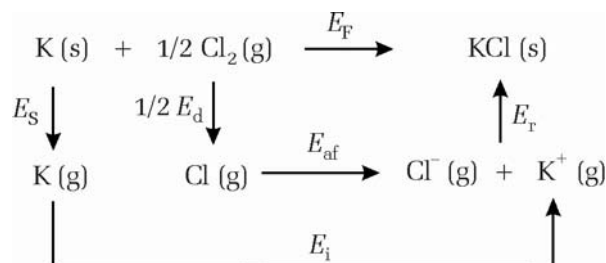
$$E_i (\text{K}) = 418 \text{ kJ/mol};$$

$$E_d (\text{Cl}_2) = 244 \text{ kJ/mol};$$

$$E_{af} (\text{Cl}) = -348 \text{ kJ/mol}.$$

*Solución*

*El ciclo de Born-Haber sería:*



$$E_F = E_S + E_i + 1/2 E_d + E_{af} + E_r$$

$$E_r = E_F - E_S - E_i - 1/2 E_d - E_{af}$$

La energía de formación del KCl (s) es igual a -437 kJ/mol, luego:

$$E_r = -437 - 89 - 418 - 1/2 \cdot 244 - (-348) = -718 \text{ kJ}$$

Por lo que la energía reticular del KCl es:

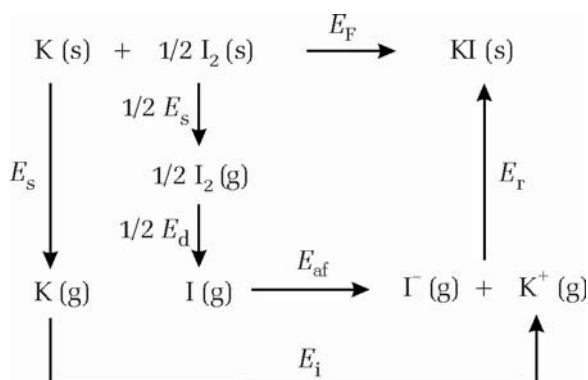
$$E_r = -718 \text{ kJ/mol}$$

5. A partir de los datos que se dan a continuación, calcula la afinidad electrónica del I (g) mediante el ciclo de Born-Haber.

**Datos:** calor estándar de formación del KI (s) = - 327 kJ mol<sup>-1</sup>; calor de sublimación del K (s) = 90 kJ mol<sup>-1</sup>; calor de sublimación del I<sub>2</sub> (s) = 62 kJ mol<sup>-1</sup>; energía de disociación del I<sub>2</sub> (g) = 149 kJ mol<sup>-1</sup>; energía de ionización del K (g) = 418 kJ mol<sup>-1</sup>; energía reticular del KI (s) = - 633 kJ mol<sup>-1</sup>.

*Solución*

*Aplicando el ciclo de Born-Haber:*



$$E_F = E_{S_K} + E_i + 1/2 E_{S_{I_2}} + 1/2 E_{d_{I_2}} + E_{af} + E_r$$

$$E_{af} = E_F - E_{S_K} - E_i - 1/2 E_{S_{I_2}} - 1/2 E_{d_{I_2}} - E_r$$

*Sustituyendo:*

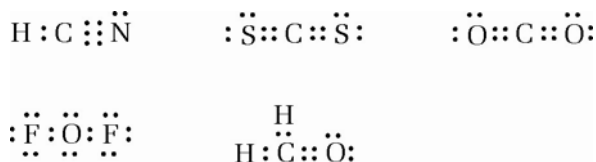
$$E_{af} = - 327 - 90 - 418 - 1/2 \cdot 62 - 1/2 \cdot 149 - (- 633) = - 307,5 \text{ kJ}$$

*Por lo que la energía de afinidad electrónica del I (g) es:*

$$E_{af} = - 307,5 \text{ kJ/mol}$$

6. Dibuja la estructura de Lewis e indica si las siguientes moléculas tendrán o no enlaces múltiples: HCN; CS<sub>2</sub>; CO<sub>2</sub>; OF<sub>2</sub>; H<sub>2</sub>CO.

*Solución*



*Tienen enlaces múltiples: HCN, CS<sub>2</sub>, CO<sub>2</sub> y HCHO.*

7. a) Escribe las estructuras de Lewis para cada uno de los siguientes iones o moléculas:  $\text{CHI}_3$ ,  $\text{PCl}_3$ ,  $\text{H}_3\text{O}^+$  y  $\text{C}_2\text{H}_4$ .

b) Explica la geometría esperada para las moléculas de  $\text{CHI}_3$  y de  $\text{PCl}_3$ .

Solución

a)



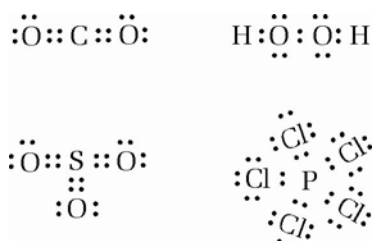
b)  $\text{CHI}_3$  tetraédrica irregular.  $\text{PCl}_3$  piramidal trigonal.

8. a) Representa las estructuras de Lewis de las moléculas siguientes: Dióxido de carbono. Trióxido de azufre. Peróxido de hidrógeno.

b) Dibuja y justifica la geometría molecular de las cuatro sustancias anteriores de acuerdo con el modelo de repulsión de los pares de electrones de la capa de valencia.

Solución

a)



b) Las geometrías, según el método RPECV, son:  $\text{CO}_2$  lineal,  $\text{SO}_3$  triangular plana,  $\text{H}_2\text{O}_2$  angular, con ángulo H-O-O de  $109^\circ$  aproximadamente,  $\text{PCl}_5$  con forma de bipirámide triangular.

9. Para las siguientes moléculas en estado gaseoso: agua, dicloruro de berilio y tricloruro de boro, indica, razonadamente:

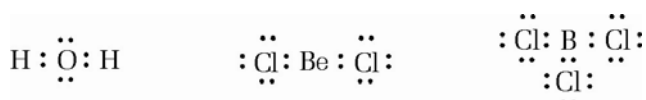
a) Número de pares de electrones en el entorno del átomo central.

b) Número de pares enlazantes y no enlazantes en cada caso.

c) Geometría molecular.

Solución

Representando las moléculas mediante diagramas de Lewis:



a) En el  $\text{H}_2\text{O}$ , 4 pares; en el  $\text{BeCl}_2$ , 2 pares; en el  $\text{BCl}_3$ , 3 pares.

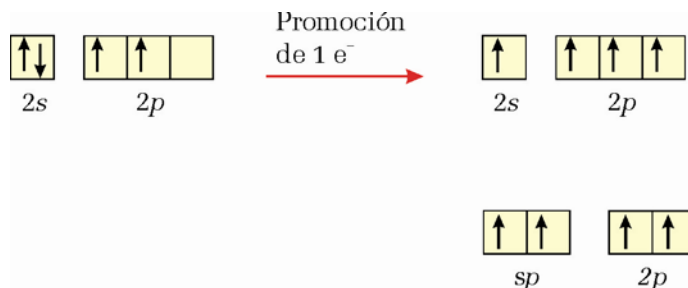
b) En el  $\text{H}_2\text{O}$ , 2 pares enlazantes y 2 no enlazantes; en el  $\text{BeCl}_2$ , 2 pares enlazantes y 0 no enlazantes; en el  $\text{BCl}_3$ , 3 pares enlazantes y 0 no enlazantes.

c) El  $\text{H}_2\text{O}$ , angular; el  $\text{BeCl}_2$ , lineal; el  $\text{BCl}_3$ , triangular plana.

10. Utilizando la teoría de hibridación de orbitales, explica las estructuras y geometrías de las moléculas de etino, agua y amoníaco.

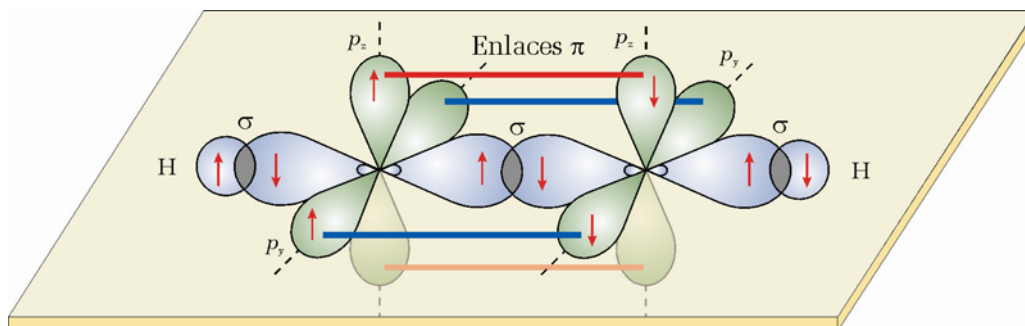
Solución

La estructura de la molécula de etino es  $H-C\equiv C-H$ . Para formar los triples enlaces, el átomo de C adopta la hibridación  $sp$ .



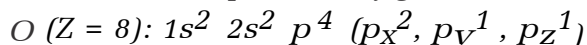
Los dos híbridos  $sp$  se orientan en la misma línea, formando ángulo de  $90^\circ$  con los dos orbitales  $p$ .

El triple enlace  $C\equiv C$  está constituido por un enlace  $\sigma$ , a través de un orbital híbrido  $sp$  de cada átomo y dos enlaces  $\pi$ , donde intervienen los orbitales  $p$ . Los enlaces con los H son  $\sigma$ , formados por solapamiento del segundo orbital híbrido  $sp$  del C con el orbital  $s$  del H. La molécula tendrá geometría lineal:

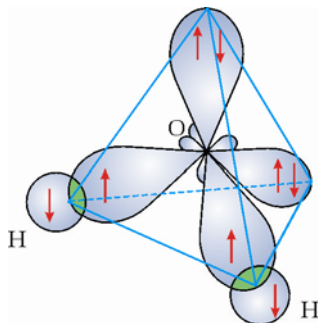


La estructura de la molécula de agua es:  $H:\ddot{O}:H$

Su geometría viene determinada por la configuración del átomo de oxígeno:



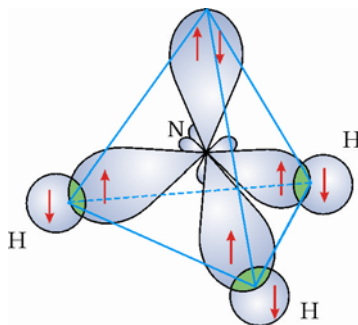
utilizando dos orbitales híbridos para formar enlaces con los H y dos orbitales híbridos para albergar dos pares de electrones no enlazantes. Puesto que los cuatro orbitales híbridos se disponen tetraédricamente, la molécula presenta geometría angular, con ángulos teóricos de  $109,5^\circ$ .



La estructura del amoníaco es:  $H:\ddot{N}:H$   
 $H$

La geometría de la molécula de amoníaco viene determinada por la configuración del átomo de nitrógeno N ( $Z = 7$ ):  $1s^2 2s^2 p^3$  ( $p_x^1, p_y^1, p_z^1$ ). Puede suponerse hibridación  $sp^3$  para el nitrógeno, utilizando tres de los orbitales híbridos para formar enlaces con los H y dejando el cuarto híbrido para albergar el par de electrones no enlazante.

Puesto que los cuatro híbridos  $sp^3$  se disponen tetraédricamente, la molécula presenta geometría piramidal trigonal.



**11. Explica según la teoría del enlace de valencia la existencia de las moléculas de:**

**a) Nitrógeno.**

**b) Tricloruro de fósforo.**

*Solución*

a) La estructura electrónica del último nivel del átomo de N:  $\boxed{\uparrow\downarrow}$   $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$   
 $2s$   $2p$

El  $N \equiv N$  se produce por solapamiento de los orbitales  $p$  de ambos N. Dos de ellos frontalmente, un enlace  $\sigma$ , y los otros lateralmente, (dos enlaces  $\pi$ ). La molécula tiene geometría lineal.

b) La estructura electrónica del último nivel del átomo de P:  $\boxed{\uparrow\downarrow}$   $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$   
 $3s$   $3p$

El P utiliza en su unión con el Cl tres orbitales híbridos del tipo  $sp^3$ , solapando con los tres orbitales  $p$ , semillenos de cada Cl, quedando el cuarto orbital híbrido  $sp^3$  del fósforo con un par de electrones no enlazante. Su estructura geométrica es piramidal trigonal.

**12. ¿Tiene el  $SiH_3F$  momento dipolar? Explicarlo.**

*Solución*

Sí. Porque el  $\mu$  del enlace Si-F es mayor que el  $\mu$  resultante de los tres enlaces Si-H.

**13. Explica qué tipo de fuerzas de atracción o enlace químico han de romperse al disolver yodo en alcohol para preparar tintura de yodo.**

*Solución*

*Fuerzas intermoleculares de Van der Waals.*

**14. El carburo de silicio (carborundo) se obtiene, junto a monóxido de carbono, al calentar arena con carbón. Escribe la ecuación de la reacción. ¿Cómo puede explicarse que sea una sustancia dura (se emplea como abrasivo) y de alto punto de fusión, en función de su estructura?**

*Solución*

*La reacción es:  $\text{SiO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{SiC} + \text{CO} \uparrow$*

*Su dureza se explica porque su estructura es de red covalente, similar a la del diamante, pero situándose alternativamente el Si y el C.*

**15. Predecir el orden creciente de los puntos de fusión de las siguientes sustancias: dicloruro de oxígeno, cloro, cloruro de sodio y tetracloruro de carbono. Explicar la razón de dicha predicción.**

*Solución*

*$\text{Cl}_2 < \text{OCl}_2 < \text{CCl}_4 < \text{NaCl}$*

*Los tres primeros son moleculares, en orden creciente de su masa molecular. El cuarto es iónico.*

**16. Di cuál(es) de estas propiedades sólo se dan en un sólido iónico:**

- a) Temperatura de fusión baja.
- b) Conducen la electricidad en estado sólido.
- c) Se disuelven en agua y producen una disolución que contiene principalmente moléculas.
- d) Cuando se funden, conducen la electricidad.

*Solución*

*La única que corresponde a un sólido iónico es la d.*

**17. Indica qué tipo de enlace predomina en las siguientes sustancias:**

- a) Yodo.
- b) Bromuro de potasio.
- c) Potasio.
- d) Fosforo de hidrógeno.

*Solución*

*a) Covalente; b) iónico; c) metálico; d) covalente.*

**18\*. Explica qué tipo de enlace químico debe romperse o qué fuerzas de atracción deben vencerse para:**

- a) Fundir cloruro de sodio.**
- b) Hervir agua.**
- c) Fundir hierro.**
- d) Evaporar nitrógeno líquido.**

*Solución*

*a) Deben romperse las fuerzas electrostáticas entre iones. Se necesitan altas temperaturas.*

*b) Entre las moléculas de agua existen enlaces de hidrógeno y fuerzas de Van der Waals (muy débiles). Hay que romper fundamentalmente los enlaces de hidrógeno.*

*c) Debe romperse el enlace metálico que existe entre sus átomos.*

*d) Las moléculas de nitrógeno están unidas por fuerzas de Van der Waals de dispersión que son las que hay que vencer en este caso.*